



LOS ELECTRONES Y LA TABLA PERIÓDICA

CONFIGURACIONES ELECTRONICAS

La configuración electrónica del átomo es la designación de los orbitales ocupados por todos los electrones en el átomo. La anotación utilizada para representar a los electrones es la siguiente :

nl^z

Con: $n = n^\circ$ cuántico principal: (1,2,3...)

$l = n^\circ$ cuántico del momento angular

$z = n^\circ$ electrones en el nivel l

Donde n , expresado en números (1,2,3 ..), representa el nivel cuántico principal: l , expresado en letras (s,p,d), representa el subnivel l y z se representa el número de electrones del subnivel l .
Por ejemplo :

En el nivel $n=3 \longrightarrow 3d^8$

1. PRINCIPIO DE AUFBAU

Los electrones ocupan en primer lugar los orbitales de menor energía que están disponibles; sólo se introducen en los orbitales de mayor energía cuando los orbitales de menor energía están ocupados. El orden de llenado de los orbitales es el siguiente :

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p

2. PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

No pueden existir dos electrones que tengan los 4 números cuánticos n , l , m_l y m_s iguales.

El número máximo de electrones que puede haber en cada orbital está determinado por este principio, lo cual es un modo de decir que dos electrones no pueden tener el mismo modelo ondulatorio. Aquí se pone de manifiesto el significado del número cuántico de Spin.



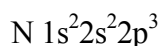
3. PRINCIPIO DE HUND

Cada uno de los orbitales de la misma energía ha de ocuparse por un solo electrón antes de que penetre en el orbital el segundo electrón de ms opuesto. Así, los electrones permanecen lo más separados posible.

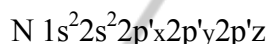
Este principio sólo es importante para los orbitales p, d y f, puesto que un orbital s sólo puede contener dos electrones.

Por ejemplo, consideremos el átomo de hidrógeno ($z = 7$)

Tiene la configuración :



El principio de Hund requiere que los electrones 2p estén desapareados, cuando sea posible, por lo que se introduce un electrón en cada uno de los orbitales p.



Se utilizan cuadraditos para representar cada orbital y una flecha para representar cada electrón, y la dirección de su spin. Esta configuración puede escribirse del modo siguiente:

1

Por último, para saber el n que hay que poner se sigue lo que se llama "Regla de llenado de orbitales" o "Diagrama de Moeller"



~~1s~~
~~2s 2p~~
~~3s 3p 3d~~
~~4s 4p 4d 4f~~
~~5s 5p 5d 5f 5g~~
~~6s 6p 6d 6f 6g~~
~~7s 7p 7d 7f 7g~~ 2

Que no es más que un diagrama de energía de orbitales que quiere decir

$E_{1s} < E_{2s} < E_{2p} < E_{3s} \dots$

EL SISTEMA PERIODICO

DESCRIPCION

Es una tabla en la que se encuentran agrupados los elementos de tal forma que se puede observar muy fácilmente los grupos de comportamiento químico parecido.

La ordenación de los elementos viene justificada por la llamada LEY PERIODICA que dice que las propiedades de los elementos son función periódica de su número atómico (Z)

Los elementos de una misma fila horizontal constituyen un período

Los elementos de una misma fila vertical constituyen un grupo y tienen propiedades químicas muy semejantes



CENTRO DE ESTUDIOS MIRASIERRA

www.selectividad.net/cem

C/ Moralarzal 15-A
28034 Madrid
cem@selectividad.net

91 740 56 55
91 738 06 55

Grupo

1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac															

—|—————|
ELEMENTOS DE TRANSICION

—|—————|—————|
METALES NO METALES



Configuración Externa

- Grupo 1 — Alcalinos ns^1
- Grupo 2 — Alcalinoterreos ns^2
- Grupo 3 a 12 — Alcalinoterreos $(n-1)s^2nd^{(1 \text{ a } 10)}$
- Grupo 13 — Boroideos ns^2np^1



CENTRO DE ESTUDIOS MIRASIERRA

www.selectividad.net/cem

C/ Moralarzal 15-A

91 740 56 55

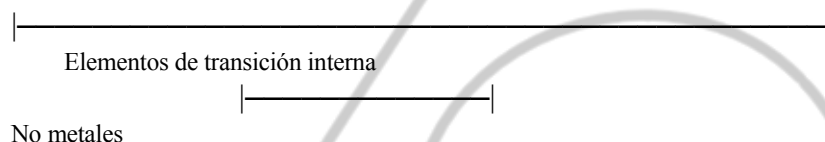
28034 Madrid

91 738 06 55

cem@selectividad.net

- Grupo 14 — Carbonoideos $ns^2 np^2$
 Grupo 15 — Nitroideos $ns^2 np^3$
 Grupo 16 — Anfígenos $ns^2 np^4$
 Grupo 17 — Halógenos $ns^2 np^5$
 Grupo 18 — Gases nobles $ns^2 np^6$

6°	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	En	Gd	Tb	Dy	Ho	Gr	Tm	Yb	Lu	LANTANIDOS
7°	Th	Pa	U	Np	Pv	Am	Cm	Ble	Cf	Es	Fm	Hd	No	Lv	ACTINIDOS



JUSTIFICACION DEL SISTEMA PERIODICO

¿ Porqué hay dos elementos en el primer período ?

¿ Y ocho en el segundo y tercero ?

Pues por culpa de la distribución electrónica

Vimos en el tema anterior cómo hacer una configuración electrónica y vimos que se denomina capa de valencia o capa más externa a la capa última en acomodar electrones.

Pues bien, todas las propiedades químicas de los elementos vienen regidos por la configuración de la capa de valencia.

¿ Porqué los elementos de un mismo tipo tienen propiedades tan parecidas ?

Pues porque sus configuraciones externas son iguales. (Para practicar esto hacer las configuraciones de Li, Na, O - S, N, P - F, Cl)



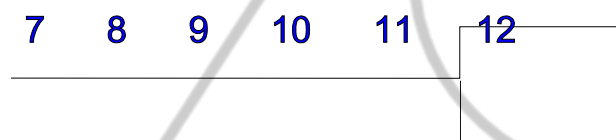
hay dos elementos en el primer período porque se llena el nivel 1 (y como sólo existe el orbital 1s, caben $2e^-$ y así queda :

H ($Z=1$), He ($Z=2$) $1s^2$; se llena el nivel 1s y se acaba el período)

Hay ocho en el segundo y tercer período porque se llena el nivel 2 y 3 (li ($Z=3$) $1s^2 2s^1$ hasta . Ne ($Z=10$) $1s^2 2s^2 2p^6$ y Na ($Z=11$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ hasta Ar ($Z=18$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

En el cuarto período hay 18 elementos porque se llena el nivel 4 $s^2 p^6 d^{10} \longrightarrow 18e^-$

Razonar por qué hay 32 elementos en el sexto y séptimo períodos.



PROPIEDADES PERIODICAS

Vamos a considerar sólo cuatro propiedades estrechamente relacionadas con la actividad química de los elementos, que varía de manera periódica

1 RADIO ATOMICO

Los radios se determinan por medidas de las longitudes de los enlaces.

Dentro de una misma familia el radio atómico aumenta con Z (o sea, hacia abajo), ya que el número de niveles poblado de electrones disminuye gradualmente.

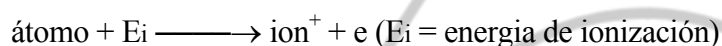


Por regla general, en un período disminuye al aumentar Z (es decir, hacia la derecha). Esto se debe a que el nivel electrónico más extenso es el mismo (aunque cada vez más poblado), pero la carga nuclear aumenta progresivamente, con lo que atrae cada vez más a los electrones periféricos, provocando la contracción a lo largo del período.

2 ENERGIA DE IONIZACION

Se define como la energía necesaria para arrancar un electrón a un átomo aislado. cuanto más fácil sea esta operación, menor será la energía de ionización del elemento.

El proceso da origen a la formación de un ión positivo o catión



En una familia la energía de ionización disminuye al aumentar Z (hacia abajo), puesto que los electrones periféricos al estar más alejados del núcleo (el radio atómico es cada vez mayor), sienten más debilmente su atracción.

En un período aumenta con Z (hacia la derecha) debido a la creciente carga nuclear.

3 AFINIDAD ELECTRONICA

Es la energía desprendida cuando un átomo capta un electrón.



La afinidad electrónica es una propiedad en cierto modo inversa a la energía de ionización. en un período aumenta hacia la derecha, por regla general, y en una familia aumenta al disminuir el radio (hacia arriba), ya que así el núcleo manifiesta con mayor poder su fuerza atractiva.

4 ELECTRONEGATIVIDAD

La electronegatividad mide la mayor o menor atracción (y, por tanto, desplazamiento) que un átomo ejerce sobre el par de lectrones de un enlace con otro átomo.

En un período aumenta hacia la derecha y en una familia hacia arriba.



CENTRO DE ESTUDIOS MIRASIERRA

www.selectividad.net/cem

C/ Morazarzal 15-A
28034 Madrid
cem@selectividad.net

91 740 56 55
91 738 06 55

